



22066120

CHIMIE
NIVEAU SUPÉRIEUR
ÉPREUVE 2

Jeudi 18 mai 2006 (après-midi)

2 heures 15 minutes

Numéro de session du candidat

0	0							
---	---	--	--	--	--	--	--	--

INSTRUCTIONS DESTINÉES AUX CANDIDATS

- Écrivez votre numéro de session dans la case ci-dessus.
- N'ouvrez pas cette épreuve avant d'y être autorisé(e).
- Section A : répondez à toute la section A dans les espaces prévus à cet effet.
- Section B : répondez à deux questions de la section B. Rédigez vos réponses sur des feuilles de réponses. Écrivez votre numéro de session sur chaque feuille de réponses que vous avez utilisée et joignez-les à cette épreuve écrite et à votre page de couverture en utilisant l'attache fournie.
- À la fin de l'examen, veuillez indiquer les numéros des questions auxquelles vous avez répondu ainsi que le nombre de feuilles utilisées dans les cases prévues à cet effet sur la page de couverture.



SECTION A

Répondez à **toutes** les questions dans les espaces prévus à cet effet.

1. L'hex-1-ène gazeux, C_6H_{12} , brûle dans l'oxygène en produisant du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau.

- (a) Écrire une équation qui traduit cette réaction. [1]

.....

- (b) Utiliser les données fournies dans le tableau ci-dessous pour calculer les valeurs de ΔH_c^\ominus et de ΔS_c^\ominus relatives à la combustion de l'hex-1-ène.

Substance	$O_2(g)$	$C_6H_{12}(g)$	$CO_2(g)$	$H_2O(g)$
Enthalpie standard de formation, $\Delta H_f^\ominus / kJ mol^{-1}$	0,0	- 43	- 394	- 242
Entropie, $S^\ominus / J K^{-1} mol^{-1}$	205	385	214	189

- (i) Valeur de ΔH_c^\ominus [2]

.....

- (ii) Valeur de ΔS_c^\ominus [2]

.....

- (c) Calculer la variation d'énergie libre standard accompagnant la combustion de l'hex-1-ène. [2]

.....

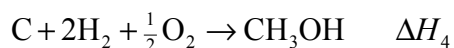
(Suite de la question à la page suivante)

(Suite de la question 1)

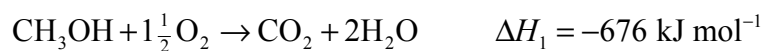
- (d) Indiquer, en l'expliquant, si la combustion de l'hex-1-ène est une réaction spontanée ou non à 25°C. [1]

.....

- (e) Calculer la variation d'enthalpie, ΔH_4 accompagnant la réaction. [4]



en utilisant la loi de Hess et les informations ci-dessous.



.....



2. (a) Utiliser les données du tableau ci-dessous pour calculer la masse moléculaire relative du bromure de thallium, TlBr_3 , avec deux décimales. [3]

Isotope	Pourcentage d'abondance
^{203}Tl	29,52
^{205}Tl	70,48
^{79}Br	50,69
^{81}Br	49,31

.....

- (b) La masse moléculaire relative du bromure d'hydrogène vaut 80,91, avec deux décimales exactes. Expliquer pourquoi aucune molécule d'un échantillon de bromure d'hydrogène ne possède cette valeur de M_r . [2]

.....

- (c) Indiquer la configuration électronique complète d'un ion bromure. [1]

.....

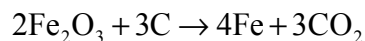
- (d) Écrire le symbole d'un ion porteur d'une charge 2+ et dont la configuration électronique est $1s^2 2s^2 2p^6$. [1]

.....

- (e) Écrire les symboles de **trois** autres espèces ayant aussi la configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^6$. [2]

.....

3. La réaction dont l'équation est donnée ci-dessous représente la réduction d'un minerai de fer permettant d'obtenir du fer.



Un mélange composé de 30 kg de Fe_2O_3 et de 5,0 kg de C a été chauffé jusqu'à ce que la réaction soit complète. Calculer la masse maximum de fer qui peut être obtenue à partir de ces masses de réactifs.

[5]

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

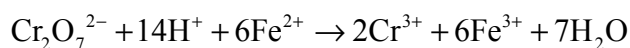
.....

.....

4. (a) (i) Définir *agent oxydant* en termes de transfert électronique. [1]

.....

- (ii) Dédire la **variation** du nombre d'oxydation du chrome au cours de la réaction ci-dessous. Indiquer, en donnant une raison justifiant le choix, si le chrome a été oxydé ou réduit. [2]



.....

- (b) Le fer contenu dans les aliments sous forme de Fe^{3+} réagit avec l'acide ascorbique (vitamine C), $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$, pour former l'acide déhydroascorbique, $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6$.

- (i) Écrire une demi-équation ionique traduisant la conversion de l'acide ascorbique en acide déhydroascorbique en solution aqueuse. [1]

.....

- (ii) L'autre demi-équation traduit la conversion du Fe^{3+} en Fe^{2+} . Dédire l'équation-bilan de la réaction entre $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ et Fe^{3+} . [1]

.....

5. (a) Citer **deux** caractéristiques d'une série homologue. [2]

.....

.....

.....

.....

- (b) Décrire un test chimique qui permet de distinguer les alcanes et les alcènes en mentionnant le résultat du test dans chaque cas. [3]

.....

.....

.....

.....

.....

.....

- (c) Certains alcools sont oxydés par chauffage en présence de dichromate (VI) de potassium en milieu acide. Si l'oxydation se produit, identifier les produits d'oxydation possibles formés par chacun des alcools suivants. Si l'oxydation n'a pas lieu, indiquez-le. [4]

Butan-1-ol

.....

.....

Butan-2-ol

.....

.....

2-méthyl-propan-2-ol

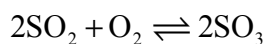
.....

.....

SECTION B

Répondez à **deux** questions de cette section. Rédigez vos réponses sur les feuilles de réponses qui vous sont fournies. Écrivez votre numéro de session sur chaque feuille de réponses que vous avez utilisée et joignez-les à cette épreuve écrite et à votre page de couverture en utilisant l'attache fournie.

6. Les questions (a) à (f) concernent la réaction suivante relative à la production de l'acide sulfurique par le procédé de contact.



- (a) Écrire l'expression de la constante d'équilibre de cette réaction. [1]
- (b) (i) Exprimer le catalyseur utilisé dans cette réaction du procédé de contact. [1]
- (ii) Exprimer et expliquer l'effet du catalyseur sur la valeur de la constante d'équilibre et sur la vitesse de la réaction. [4]
- (c) Sur base de la théorie des collisions, expliquer pourquoi une élévation de température augmente la vitesse de la réaction entre le dioxyde de soufre et l'oxygène. [2]
- (d) Sur base du principe de Le Chatelier, expliquer l'effet sur la position de l'équilibre
- (i) d'une augmentation de pression à température constante ; [2]
- (ii) d'une élimination du trioxyde de soufre du milieu réactionnel. [2]
- (e) En exploitant les données fournies ci-dessous, expliquer si la réaction ci-dessus est exothermique ou endothermique. [2]

Température / K	Constante d'équilibre, $K_c / \text{dm}^3 \text{mol}^{-1}$
298	$9,77 \times 10^{25}$
500	$8,61 \times 10^{11}$
700	$1,75 \times 10^6$

- (f) 1,50 mol de SO_2 et 2,00 mol de O_2 ont été placées dans un ballon de 1,50 dm³ et chauffées à 400 °C jusqu'à ce que l'équilibre soit établi. Le mélange final à l'équilibre contenait 0,500 mol de SO_3 . Calculer la constante d'équilibre, K_c , de la réaction à cette température (en incluant les unités). [5]

(Suite de la question à la page suivante)

(Suite de la question 6)

- (g) (i) En utilisant les données fournies ci-dessous, exprimer et expliquer la relation entre l'enthalpie de vaporisation et les forces intermoléculaires. [3]

Substance	Pentane	Acide propanoïque
Enthalpie standard de vaporisation, ΔH_v^\ominus / kJ mol ⁻¹	27	57

- (ii) Représenter un graphique qui montre comment varie la pression de la vapeur du pentane lorsqu'il est chauffé depuis sa température de fusion jusqu'à sa température d'ébullition. Expliquer cette variation en référence à la théorie cinétique. [3]

7. (a) Représenter les structures de Lewis des composés XeF_4 , PF_5 et BF_4^- . [3]
- (b) Utiliser la théorie de la répulsion des paires électroniques de la couche de valence (VSEPR) pour prévoir la géométrie (la forme) des trois composés de la question (a). Exprimer et expliquer la valeur des angles de liaison dans chacun de ces trois composés. [3]
- (c) Exprimer la signification du terme hybridation. Exprimer le type d'hybridation de l'atome d'azote dans N_2 , dans N_2H_2 et dans N_2H_4 . [4]
- (d) En référence à la molécule N_2H_2 , décrire la manière dont se forment les liaisons sigma (σ) et pi (π) et décrire la différence entre les liaisons simples et les liaisons doubles. [4]
- (e) (i) Expliquer pourquoi l'énergie de première ionisation du magnésium est plus basse que celle du fluor. [2]
- (ii) Écrire une équation traduisant la troisième ionisation du magnésium. Expliquer pourquoi l'énergie de troisième ionisation du magnésium est supérieure à celle du fluor. [3]
- (f) (i) Expliquer pourquoi la température de fusion du sodium est inférieure à celle du magnésium. [3]
- (ii) En référence à leur structure et aux liaisons présentes, expliquer pourquoi l'oxyde de magnésium possède une température de fusion supérieure à celle du dioxyde de soufre. [3]

8. (a) (i) Définir le terme pH. [1]
- (ii) Un échantillon de $25,0 \text{ cm}^3$ d'acide chlorhydrique $0,100 \text{ mol dm}^{-3}$ a été introduit dans une fiole conique. On y ajoute de l'hydroxyde de sodium $0,100 \text{ mol dm}^{-3}$ jusqu'à ce que le volume total ajouté atteigne $50,0 \text{ cm}^3$. Esquisser un graphique du pH en fonction du volume de NaOH(aq) ajouté, en faisant apparaître clairement le volume de NaOH(aq) nécessaire pour que la réaction soit complète et les valeurs du pH initial, du pH au point d'équivalence et du pH final. [4]
- (iii) L'expérience réalisée en (a) (ii) a été répétée mais, au lieu d'acide chlorhydrique, on a introduit dans la fiole conique un échantillon de $25,0 \text{ cm}^3$ d'acide éthanoïque $0,100 \text{ mol dm}^{-3}$. En utilisant les informations du Tableau 16 du Recueil de Données de Chimie, calculer le pH initial de la solution. Exprimer le pH approximatif au point d'équivalence. [5]
- (b) (i) Décrire comment fonctionne un indicateur coloré, HIn. [3]
- (ii) Nommer un indicateur approprié à la réaction entre l'acide éthanoïque et l'hydroxyde de sodium. Utiliser les informations du Tableau 17 du Recueil de Données de Chimie pour justifier le choix. [2]
- (c) (i) Identifier **deux** substances qui peuvent être ajoutées à de l'eau pour former une solution tampon basique. [1]
- (ii) Décrire ce qui se produit lorsqu'une petite quantité d'une solution acide est ajoutée à la solution tampon préparée en (i). Écrire une équation à l'appui de l'explication. [2]
- (d) Définir les termes *acide de Brønsted-Lowry* et *acide de Lewis*. Pour chaque type d'acide, identifier un exemple autre que l'eau et écrire une équation pour illustrer la définition. [5]
- (e) Prédire et expliquer si une solution aqueuse $0,10 \text{ mol dm}^{-3}$ de AlCl_3 sera acide, basique ou neutre. [2]

9. (a) On donne ci-dessous la structure des unités répétitives de trois polymères. Identifier les monomères qui ont servi à les former.
- (i) $\text{-(CH}_2\text{—CH}_2\text{)-}$ [1]
- (ii) $\text{-(CO—CH(CH}_3\text{)—NH)-}$ [1]
- (iii) $\text{-(NH—(CH}_2\text{)}_6\text{—NH—CO—(CH}_2\text{)}_4\text{—CO)-}$ [2]
- (b) Décrire les différences de structure essentielles entre les monomères qui forment des polymères d'addition et les monomères qui forment des polymères de condensation. [2]
- (c) Représenter et nommer un isomère de l'acide éthanoïque, CH_3COOH . [2]
- (d) (i) Exprimer le nom du réactif et les conditions requises pour convertir l'acide éthanoïque en éthanoate de méthyle. Écrire une équation de la réaction. [3]
- (ii) Discuter **deux** propriétés physiques qui différencient l'acide éthanoïque et l'éthanoate de méthyle. [2]
- (iii) Dédurre les rapports des aires comprises sous les pics dans le spectre RMN ^1H de l'acide éthanoïque et de l'éthanoate de méthyle. [2]
- (e) (i) Il existe **quatre** isomères de structure répondant à la formule $\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}$. L'un d'eux, $\text{CH}_3\text{CHClCH}_2\text{CH}_3$, est optiquement actif. Exprimer le nom de cet isomère et expliquer pourquoi il est optiquement actif. [2]
- (ii) Résumer la manière dont les **deux** isomères optiques peuvent être distingués expérimentalement. [2]
- (iii) Représenter la structure des **trois** autres isomères de structure de $\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}$. [2]
- (iv) Identifier **un** isomère représenté en (iii) qui donne lieu à une réaction de substitution selon un mécanisme qui est essentiellement du type $\text{S}_\text{N}2$. [1]
- (v) Décrire le mécanisme $\text{S}_\text{N}2$ qui intervient dans la réaction qui a lieu lorsque l'isomère identifié en (iv) est chauffé en présence d'une solution d'hydroxyde de sodium. Utiliser des flèches pour montrer le mouvement des paires électroniques. [3]

